

# Chemie Protokoll

## Versuch 2-6 (SBG) Säure-Base-Gleichgewichte

Stuttgart, Sommersemester 2012

**GRUPPE 10**

---

Jan Schnabel

Maximilian Möckel

Henri Menke

---

Assistent: Pauzar

---

6. Juni 2012

# Inhaltsverzeichnis

## 1 Theorie 3

## 2 Versuchsdurchführung 4

2.1 Erster Teil: pH-Wert Abschätzung und Bestimmung 4

2.2 Zweiter Teil: Verwendung geeigneter Indikatoren 6

2.3 Dritter Teil: Titration von Essigsäure 8

2.4 Vierter Teil: Berechnung einer Pufferlösung 10

## Literatur 11

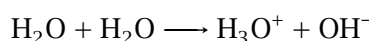
# 1 Theorie

## Säure-Base-Theorien

Im Allgemeinen unterscheidet man drei verschiedene Konzepte zur Beschreibung von Säure-Base-Reaktionen, das Älteste ist das, der ARRHENIUS-Theorie. Diese definiert eine Säure als  $H^+$ -Donatoren und Basen als  $OH^-$ -Donatoren, wobei diese Theorie nur auf wässrige Lösungen beschränkt ist. Ein allgemeinerer Ansatz ist die BRÖNSTED-Theorie, demnach sind Säuren als  $H^+$ -Donatoren und Basen als  $H^+$ -Akzeptoren definiert. Das allgemeingültige Konzept ist die LEWIS-Theorie, hier sind Säuren als Elektronenpaarakzeptoren und Basen als Elektronenpaardonatoren definiert.

## Autoprotolyse von Wasser

Als Beispiel für eine Säure-Base-Reaktion kann die Autoprotolyse von Wasser betrachtet werden:



Betrachtet man die Seite der Edukte erkennt man, dass ein Wassermolekül als Säure und eins als Base fungiert. Auf der Produktseite bildet das  $H_3O^+$  die korrespondierende Säure zu dem Wassermolekül und das  $OH^-$  die korrespondierende Base. Diese Reaktion erklärt auch die geringe elektrische Leitfähigkeit von destilliertem Wasser. Der Zusammenhang lässt sich durch die *Gleichgewichtskonstante*  $K$  wie folgt beschreiben:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$$

Da bei der Autoprotolyse die Konzentration von  $H_2O$  groß ist im Gegensatz zu den  $H^+$ - und  $OH^-$ -Ionen, kann diese als konstant angesehen werden und folgende Vereinfachung eingeführt werden:

$$K \cdot [H_2O] = K_W = [H^+] \cdot [OH^-] = [H^+]^2 = [OH^-]^2 = 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2}$$

Nun kann man noch die Wurzel ziehen und es ergibt sich:

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{K_W} = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

oder:

$$\begin{aligned} -\log K_W &= -\log [H^+] \cdot [OH^-] = -\log [H^+] - \log [OH^-] \\ \text{p}K_W &= \text{pH} + \text{pOH} = 2 \cdot \text{pH} = 2 \cdot \text{pOH} \end{aligned}$$

Man kann die Gleichgewichtskonstanten und damit die oben hergeleiteten Gleichungen aber auch allgemein für alle Säure-Base-Reaktionen definieren; somit gilt:

$$K_S = \frac{c(\text{Produkte})}{c(\text{Edukte})}$$

Da die Gleichgewichtskonstante  $K_S$  meist kleiner ist als 0 definiert man auch hier wieder:

$$-\log K_S = pK_S$$

Nach einer Einteilung der Säuren bzw. Basen nach dem  $pK_S$ -Wert kann man diese in starke, mittelstarke und schwache unterteilen.

### **Puffergemische**

Erhält man nach Zugabe einer Säure/Base in ein vorhandenes Gemisch keine Veränderung des pH-Wertes, so spricht man von einem *Puffer*.

Dieser besteht aus einer Mischung aus einer Säure und ihrer konjugierten Base beziehungsweise einer Base und ihrer konjugierten Säure. Puffersysteme werden durch die HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung beschrieben die folgendermaßen lautet:

$$pK_S = pH - \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Die Pufferkapazität beschreibt die Menge, die an Säure/Base zu einem Puffer gegeben werden kann ohne das sich der pH-Wert des neuen Gemisches um mehr als eine Einheit (logarithmisch: »10-fache«) verändert.

## **2 Versuchsdurchführung**

### **2.1 Erster Teil: pH-Wert Abschätzung und Bestimmung**

#### **Aufgabenstellung**

Bei diesem Versuch sollten die pH-Werte verschiedener Lösungen abgeschätzt und danach bestimmt werden, um festzustellen welche Verbindungen in Wasser sauer, alkalisch oder neutral reagieren.

#### **Durchführung**

Zuerst wurden zehn Reagenzgläser mit folgenden Lösungen gefüllt:

- 0.1 molare Salzsäure
- 0.01 molare Salzsäure
- Leitungswasser
- demineralisiertes Wasser
- Natriumcarbonatlösung
- Natriumhydrogencarbonatlösung
- Natriumacetatlösung

- Kaliumnitratlösung
- Ammoniumchloridlösung
- Hydroxylammoniumchloridlösung

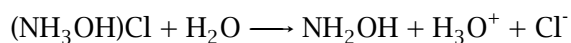
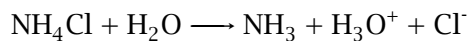
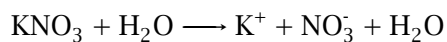
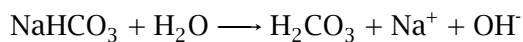
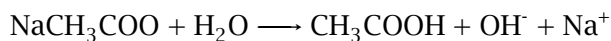
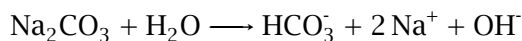
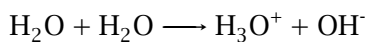
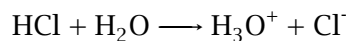
Vor dem Versuch wurden die pH-Werte der verschiedenen Lösungen abgeschätzt und in eine Tabelle eingetragen. Im Versuch wurde dann der pH-Wert einmal per Indikatorpapier und einmal per pH-Meter bestimmt und anschließend mit den geschätzten Werten verglichen.

### Beobachtungen

Substanz	Schätzung	Indikatorpapier	pH-Meter
0.1 M HCl	stark sauer	1	0.85
0.01 M HCl	sauer	2	1.50
Leitungswasser	neutral	6	7.05
demin. Wasser	neutral	6	8.01
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	leicht basisch	11	10.78
NaHCO <sub>3</sub>	basisch	8	8.04
NaCH <sub>2</sub> COO	basisch	6	7.23
KNO <sub>3</sub>	basisch	7	5.40
NH <sub>4</sub> Cl	sauer	7	5.29
(NH <sub>3</sub> OH)Cl	neutral	3	3.16

### Auswertung

Reaktionsgleichungen:



### Zusatzaufgaben

Welche pK<sub>S</sub>-Werte besitzen die oben genannten Substanzen?

Substanz	HCl	H <sub>2</sub> O	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	NaHCO <sub>3</sub>	NaCH <sub>2</sub> COO	KNO <sub>3</sub>	NH <sub>4</sub> Cl	(NH <sub>3</sub> OH)Cl
pK <sub>S</sub>	-7	-1.74	10.33	6.35	4.75	-1.37	9.25	5.8

*Erklären Sie den leicht sauren pH-Wert des demineralisierten Wassers.*

Das demineralisierte Wasser reagiert, wie auch ganz normales Leitungswasser, an der Wasseroberfläche mit dem  $\text{CO}_2$  was in der Luft vorhanden ist und es bildet sich Kohlensäure. Im normalen Leitungswasser sind viele Mineralien, und viele weitere Stoffe, die vor allem als Ionen vorliegen und somit ähnliche Eigenschaften wie Puffer aufweisen und somit die entstehende Kohlensäure puffern. Diese Ionen sind im demineralisierten Wasser nicht vorhanden und damit erklärt sich der leicht saure pH-Wert.

*Berechnen Sie die pH-Werte von 0.1 und 0.01 molarer Salzsäure*

Da Salzsäure eine sehr starke Säure ist kann folgende Vereinfachung vorgenommen werden und für 0.1 M HCl gilt:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log [\text{HCl}]$$

$$\text{pH} = -\log (0.1) = 1$$

Und für 0.01 M Salzsäurelösung

$$\text{pH} = -\log (0.01) = 2$$

## 2.2 Zweiter Teil: Verwendung geeigneter Indikatoren

### Aufgabenstellung

Bei diesem Versuchsteil sollte herausgefunden werden, welche Indikatoren sich für bestimmte pH-Bereiche eignen.

### Durchführung

Um zur eigentlichen Versuchsdurchführung zu gelangen mussten zunächst die entsprechenden Lösungen hergestellt werden. Es wurden jeweils 0,1 molare Lösungen an Salzsäure, Essigsäure, Ammoniaklösung und Natronlauge benötigt. Hierzu wurden die einzelnen Angaben in Massenprozent so ausgewertet und eingesetzt, dass die benötigte Menge an demineralisiertem Wasser ermittelt werden konnte, um jeweils eine 0,1 molare Lösung zu erhalten. Nach Herstellung der Lösungen wurde mit Hilfe eines pH-Meters der pH-Wert dieser bestimmt. Hernach wurden die einzelnen Lösungen auf jeweils fünf Reagenzgläser verteilt, sodass in der Summe 20 gefüllte Reagenzgläser erhalten wurden. In diese Verteilung sollten nun fünf unterschiedliche Indikatorenlösungen gegeben werden und zwar so, dass jede Lösung (jeweils auf fünf Reagenzgläser aufgeteilt) mit jedem Indikator vermischt wurde. Dabei konnte man diverse Beobachtungen anstellen.

### Beobachtungen

Man konnte nach Zugabe der Indikatoren bei jeder Lösung unterschiedliche Farbentwicklungen beobachten. Dabei war zu sehen, dass innerhalb einer Lösung (zum Beispiel HCL), je nach verwendetem Indikator, unterschiedliche Farbentwicklungen zustande kommen. Diese Farbentwicklungen wurden in Bildern festgehalten.

Dabei wurden von links nach rechts betrachtet die folgenden Indikatoren dazugegeben: Methylorange, Phenolphthalein, Bromthymolblau, Methylrot und ein Universalindikator.



1 links: 0.1 molare Salzsäure — rechts: 0.1 molare Essigsäure



2 links: 0.1 molare Ammoniaklösung — rechts: 0.1 molare Natronlauge

In tabellarischer Form konnten folgende Farben beobachtet und folgende pH-Werte gemessen werden:

	HCL	CH <sub>3</sub> COOH	NH <sub>3</sub>	NaOH
pH-Wert	1.09	2.81	11.73	13.43
Methylorange	hellrot	hellrot	gelb-orange	orange
Phenolphthalein	farblos	farblos	lila	violett (dunkel)
Bromthymolblau	orange-gelb	gelb-orange	dunkelblau	dunkelblau
Methylrot	rot	rot (leicht violett)	gelb	gelb
Universalindikator	hellrot	hellrot - orange	dunkelblau	dunkelblau

### Auswertung

Den Umschlagbereich der im Versuch verwendeten Indikatoren wird durch folgende Tabelle illustriert: Hierbei nimmt der Universalindikator eine Sonderstellung ein. Dieser hat keinen genau definierten Umschlagbereich, sondern deckt ein breites Spektrum an pH-Werten ab (mehr dazu siehe unten). Er umfasst konkret einen pH-Bereich von 0 bis 14 und nimmt dabei der Reihenfolge nach folgende Farben an: Rot, orange/gelb, grün, blau und schließlich violett. [che12]

Indikator	Umschlagbereich	Farbe unterer pH-Wert	Farbe oberer pH-Wert
Methylorange	3.1 ... 4.1	rosa	gelborange
Phenolphthalein	8.2 ... 9.8	farblos	rotviolett
Bromthymolblau	5.8 ... 7.6	gelb	blau
Methylrot	4.5 ... 6.2	rotviolett	bräunlichgelb

- ▶ Ein Universalindikator ist ein Indikator, der in einem sehr breitgefächerten pH-Bereich Farbumschläge aufweist. Somit besteht ein Universalindikator aus mehreren Indikatorsubstanzen, die verschiedene Farben und verschiedene Umschlagbereiche aufweisen. Dabei ist die Mischung der unterschiedlichen Substanzen so abgestimmt, dass das Produkt mit jeder pH-Einheit seine Farbe ändert. Eine denkbare Konstellation eines Universalindikators wäre eine Mischung unterschiedlicher Mengen Thymolblau, Bromthymolblau, Methylrot und Phenolphthalein. Universalindikatoren sind allerdings für den Einsatz bei Titrationen ungeeignet, da hierbei genau definierte Umschlagbereiche von Nöten sind. Mit Hilfe von Universalindikatorpapier kann man aber dagegen einen unbekanntem pH-Wert im Bereich von 0 bis 14 ungefähr bestimmen. [Wik12]

## 2.3 Dritter Teil: Titration von Essigsäure

### Aufgabenstellung

Die Stoffmenge einer Essigsäurelösung unbekannter Konzentration sollte durch Säure-Base-Titration mit 0.1 molarer Natronlauge bestimmt werden.

### Durchführung

Als erstes musste die Probelösung hergestellt werden. Dazu wurde ein Kolben, der bereits eine Essigsäurelösung enthielt mit demineralisiertem Wasser bis zum Strich aufgefüllt und gut geschüttelt.

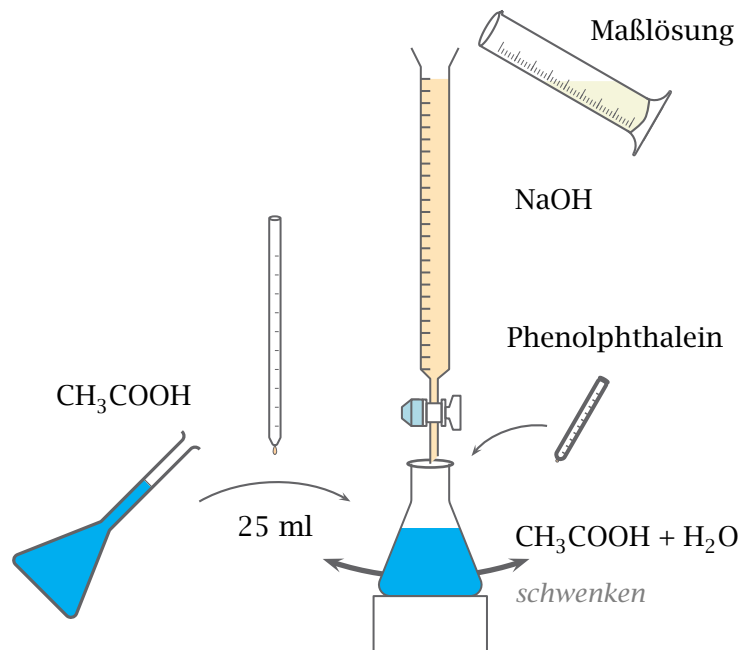
Von dieser Probelösung wurden mit einer, mit der Probelösung durchgespülten Pipette ( $\pm 0.03\%$  Fehler), 25 ml in einen sauberen Erlenmeyerkolben gegeben. Um die Pipette komplett in den Kolben zu entleeren wurde die Pipette im  $45^\circ$  Winkel auf die Glaswand gesetzt und nach dem vollständigen Entleeren noch 15 Sekunden in dieser Position belassen, damit durch die Adhäsion des Kolbens möglichst die gesamte Essigsäurelösung aus der Pipette entnommen wurde. In den Erlenmeyerkolben wurde demineralisiertes Wasser und zwei bis drei Tropfen Phenolphthalein als Indikator dazu gegeben.

Um eine möglichst genaue Messung zu gewährleisten wurde die Bürette zunächst mit NaOH-Maßlösung durchgespült um eventuelle Verunreinigungen zu entfernen. Anschließend wurde die Bürette bis zum Strich mit Maßlösung befüllt.

Bei der Titration wurden die ersten 5 ml etwas schneller abgelassen, da bei diesen Werten laut [Har12, S. 134] noch kein Farbumschlag zu erwarten war.



Nach Ende der Titration wurden die übrig gebliebenen Lösungen gut verdünnt im Ausguss entsorgt und die Apparaturen mit demineralisiertem Wasser gereinigt.



### 3 Versuchsaufbau

#### Beobachtungen

Die erste Titration war frustal, da übertitriert wurde. Nach 11.7 ml war eine deutlich tief-violette Färbung sichtbar. Die Rechnung mit diesem Wert bestätigte dies auch.

Am Umschlagpunkt gilt nämlich:

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{CH}_3\text{COOH}) \quad (2.1)$$

Also gilt mit  $c = n/V$

$$c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = n(\text{CH}_3\text{COOH}) \quad (2.2)$$

$$0.1 \frac{\text{mol}}{\ell} \cdot 11.7 \text{ ml} = 4.68 \text{ mmol}$$

Bei der zweiten Titration wurde vorsichtiger vorgegangen und die Titration wurde nach 11.3 ml mit einer schwachen rosa Färbung beendet. Mit (2.2) ergab sich somit:

$$0.1 \frac{\text{mol}}{\ell} \cdot 11.3 \text{ ml} = 4.52 \text{ mmol}$$

Der Literaturwert beträgt 4.526 mmol.

#### Fehlerbetrachtung

$$100\% - \frac{4.52 \text{ mmol}}{4.526 \text{ mmol}} \cdot 100\% = 0.1326\%$$

Gründe für den Messfehler sind zum einen ungenaues Ablesen der titrierten Natronlauge, zum anderen könnte die Probe infinitesimal übertitriert worden sein.

### Neutralisationspunkt

Da eine schwache Säure mit einer starken Base titriert werden kann, kann Gleichung (22) aus [Har12, S. 131] angesetzt werden:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 14 - \frac{1}{2} \left[ \text{p}K_{\text{B}}(\text{CH}_3\text{COOH}) - \log(c(\text{B})) \right] \\ &= 14 - \frac{1}{2} \left[ 9.25 - \log(0.0452) \right] \\ &= 8.7026 \end{aligned}$$

Dieser Wert liegt im Umschlagbereich des Phenolphthaleins, wodurch der Neutralisationspunkt »sichtbar« gemacht werden kann.

## 2.4 Vierter Teil: Berechnung einer Pufferlösung

### Aufgabenstellung

Bei diesem Versuch soll mit Hilfe der HENDERSON-HASSELBACH-Gleichung eine Pufferlösung bestehend aus Natriumacetat-Trihydrat-Lösung und 0.1 molarer Essigsäure berechnet werden. Diese soll bei einem vorgegebenen pH-Wert von 5 ihre maximale Pufferwirkung entwickeln.

### Rechnung

Nach Gleichung (24) aus [Har12, S. 131] gilt:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{p}K_{\text{S}} + \log \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} \\ &= \text{p}K_{\text{S}}(\text{CH}_3\text{COOH}) + \log \frac{c(\text{NaCH}_3\text{COO} \cdot 3 \text{H}_2\text{O})}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} \end{aligned}$$

mit den gegebenen Werten  $\text{p}K_{\text{S}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4.76$ ,  $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0.1 \frac{\text{mol}}{\ell}$  und  $\text{pH} = 5$  ergibt sich

$$5 = 4.76 + \log \frac{c(\text{NaCH}_3\text{COO} \cdot 3 \text{H}_2\text{O})}{0.1 \text{mol}/\ell}$$

durch umformen

$$c(\text{NaCH}_3\text{COO} \cdot 3 \text{H}_2\text{O}) = 10^{5-4.76} \cdot 0.1 \frac{\text{mol}}{\ell} = 0.17378 \frac{\text{mol}}{\ell}$$

mit der Konzentration lässt sich die benötigte Masse für 10 ml Lösung berechnen (M wurde aus dem Periodensystem abgelesen)

$$m(\text{NaCH}_3\text{COO} \cdot 3 \text{H}_2\text{O}) = M \cdot n = M \cdot c \cdot V = 136.08 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0.17378 \frac{\text{mol}}{\ell} \cdot 10^{-2} \ell = 0.23648 \text{ g}$$

## Literatur

- [che12] chemiefachberater: *Farbstoffindikatoren*, 5. Mai 2012.  
<http://www.chemiefachberater.de/downloads/farbstoffeindikatoren.pdf>.
- [Har12] Hartenbach, I.: *Praktische Einführung in die Chemie für Studierende der Fachrichtungen Technische Biologie und Physik*. Universität Stuttgart, 2012.
- [MM07] Mortimer, C. und Müller, U.: *Chemie - Das Basiswissen der Chemie*. Thieme Verlag, 9. Auflage, 2007.
- [Wik12] Wikipedia: *Universalindikator*, 5. Mai 2012.  
<http://de.wikipedia.org/wiki/Universalindikator>.